

**EL MODELO QUÍMICO DE POTENCIAL DE HIDRÓGENO -pH- Y SUS
IMPLICACIONES EN LA CIENCIA ESCOLAR. UN ANÁLISIS DESDE LA
MODELACIÓN CIENTÍFICO-DIDÁCTICA**

**THE CHEMICAL MODEL OF HYDROGEN POTENCIAL -pH- AND ITS
IMPLICATIONS IN SCHOOL SCIENCE. AN ANALYSIS FROM THE
SCIENTIFIC-DIDACTIC MODELING**

**O MODELO QUÍMICO DO POTENCIAL DE HIDROGÊNIO -pH- E SUAS
IMPLICAÇÕES NA CIÊNCIA ESCOLAR. UMA ANÁLISE DA MODELAGEM
CIENTIFÍCO-DIDÁTICA**

Eduardo Andrés Martín Sanabria¹

Fredy Ramón Garay Garay²

Resumen: Este artículo presenta algunas reflexiones en torno a las características epistemológicas de *modelo científico*, descritas en trabajos de Didáctica de las Ciencias (DdC) que incorporan la *concepción semanticista* y que conducen hacia la construcción de los Modelos Científicos Escolares -MCE-. Posteriormente, se analiza el modelo químico de pH en relación con las características epistemológicas. El análisis revela, por una parte, las limitaciones del modelo de 1909 y por otro lado, que la omisión en la enseñanza del actual modelo de pH, puede ser producto de la complejidad de conocimientos en fisicoquímica para dar significado a las entidades, lo que plantea desafíos para mejorar el nivel de formación de los estudiantes y posibilitar su enseñanza en las clases de química.

Palabras Clave: Modelo Científico Escolar; Características Epistemológicas; Modelo Químico de pH; Enseñanza de la Química; Concepción Semanticista.

Abstract: This article presents some reflections on the epistemological characteristics over scientific model concept, described into the theoretical statement of didactics of Science that incorporate the semanticist conception and that lead to the construction of the School Scientific Models. Subsequently, the chemical pH model is analyzed in relation to epistemological characteristics. The analysis reveals, on the one hand, the limitations of the model of 1909, on the other hand, that the omission in teaching the current pH model may be the product of the complexity of knowledge in physiochemistry to give meaning to entities, which poses challenges to improve the level of training of students and make possible their teaching in the classes of chemistry.

¹ Profesor de Laboratorios Universidad Católica de Colombia. Lic en química Universidad Pedagógica Nacional. Grupo de Investigación en Filosofía, Historia y Educación en Ciencias (FHEC), UPN, Bogotá, Colombia. E-mail: dqu_eamartins646@pedagogica.edu.co

² Director Dpto Ciencias Básicas Universidad Católica de Colombia. Profesor Universidad de la Sabana, HC Facultad de Educación. Grupo de Investigación en Filosofía, Historia y Educación en Ciencias (FHEC), UPN, Bogotá, Colombia. frgaray@ucatolica.edu.co / fredy.garay@unisabana.edu.co

Keywords: School scientific model; Epistemological characteristics; Chemical model of pH; Chemistry teaching; Semanticist conception.

Resumo: Este artigo apresenta algumas reflexões enquanto características epistemológicas do conceito de modelo científico, descritas em trabalhos de Ensino de Ciências, especificamente as que se referem à didática das ciências, que incorporam a concepção semântica e que levam à construção dos Modelos científicos escolares -MCE-. Posteriormente, realiza-se uma análise do modelo químico de pH em relação às características epistemológicas. A análise revela, por um lado, as limitações do modelo de 1909 e, por outro lado, que a omissão no ensino do atual modelo de pH pode ser o produto da complexidade do conhecimento em físico-química para dar sentido às entidades teóricas e físicas, o que impõe desafios para melhorar os processos de formação dos alunos e permitir o seu ensino nas aulas de química.

Palavras-Chave: Modelo Científico Escolar; Características Epistemológicas; Modelo Químico de pH; Ensino de Química; Concepção Semântica.

1 Introducción

En las últimas décadas, se han desarrollado trabajos de investigación en la Didáctica de las Ciencias (DdC) que visan por la incorporación de aspectos que refieren a la *concepción semántica* de las ciencias, para el mejoramiento de los procesos de enseñanza y aprendizaje de las ciencias (ADÚRIZ-BRAVO, 2010; ADÚRIZ-BRAVO; ARIZA, 2014; ARIZA; LORENZANO; ADÚRIZ-BRAVO, 2010; CASTRO, 1992; CHAMIZO, 2010; LOMBARDI, 2010). Tales documentos llevan en consideración principalmente, las características epistemológicas de los modelos científicos y reflexionan sobre los aspectos de enseñabilidad de los mismos, lo cual sólo se logra si se realiza una transposición didáctica adecuada hacia la ciencia escolar (IZQUIERDO et al., 2004). En ese sentido, este artículo aborda algunas de las características epistemológicas de *modelo científico* que aparecen en los textos mencionados y que establecen el marco de referencia sobre el cual se hará el respectivo análisis del modelo químico de potencial de hidrogeno -pH- y su incidencia en la construcción de Modelos Científicos Escolares en los procesos de educación en ciencias, particularmente en la educación química.

2 Del modelo científico. Algunas características epistemológicas desde la Didáctica de las Ciencias DdC

Los diferentes significados epistemológicos que adquiere el término *modelo* y que son discutidos en diferentes trabajos en DdC para su incorporación efectiva en el aula de ciencias (ADÚRIZ-BRAVO, 2010; ADÚRIZ-BRAVO; ARIZA, 2014; ARIZA; LORENZANO; ADÚRIZ-BRAVO, 2010; CASTRO, 1992; CHAMIZO, 2010; LOMBARDI, 2010) revelan el carácter polisémico del término que alude a diferentes

interpretaciones, siendo uno de ellos anclado o enmarcado en la concepción semanticista, que es la que es será usada en este texto.

En tal sentido, se presentan los aspectos que comparten los trabajos mencionados, evidenciando que, aunque las interpretaciones son diversas para caracterizar las propiedades de los *modelos científicos*, ciertos elementos son considerados isomorfos, es decir, que comparten semánticamente estructuras similares en tanto significado como en sentido.

Los modelos son parciales respecto a las fracciones del mundo real

Los modelos tienen la condición de ser parciales en la medida de ignorar aspectos de las fracciones del mundo real, que bajo la interpretación de la teoría no son relevantes (LOMBARDI, 2010). Se construyen tomando en cuenta rasgos y características principales de la fracción del mundo que intentan representar, bajo aseveraciones enunciativas de la teoría. No abarcan la totalidad de la estructura de los fenómenos que se suceden en el mundo real (CASTRO, 1992), sino las que por relaciones de semejanza entre el mundo real y el modelo derivado de la teoría, pueden ser interpretados.

Los modelos son intermediarios entre teoría y mundo real:

Los modelos son determinados por la teoría, cumplen ciertos principios enunciativos para posibilitar su relación de similaridad con ciertas propiedades estructurales del sistema real en estudio. En ese sentido, se encuentran en medio de la teoría y el mundo real, puesto que entablan una relación modelística intermedia con las propiedades que representa del mundo real y una relación semántica con los principios de la teoría (LOMBARDI, 2010).

Los modelos son análogos con respecto al mundo real:

Las relaciones de similaridad que establece el modelo por medio de las formulaciones teóricas que se hacen del mundo real, permiten realizar abstracciones sobre el comportamiento del sistema en estudio bajo ciertas características enunciativas (ADÚRIZ-BRAVO; ARIZA, 2014). Su proximidad se establece en la medida de dar cuenta de rasgos parciales que son correlativos entre el modelo y el mundo real.

Los modelos son un referente aplicativo de la teoría:

Los modelos permiten aplicar los principios de la teoría a ciertas propiedades intencionalmente delimitadas del mundo real (ADÚRIZ-BRAVO, 2010). Tal característica deriva de su grado de abstracción sobre las fracciones del mundo real, del cual busca establecer los elementos de similaridad en las propiedades que describe. Como referente directo, permite efectuar un estudio teórico y dar cuenta de aseveraciones con contenido empírico sobre el mundo real, las aseveraciones son constantemente puestas a prueba en la investigación científica y afirman en qué aspectos y en qué grados se ajustan (teoría-modelo-mundo) con sus predicciones y explicaciones.

Los modelos son representaciones de cierta fracción del mundo:

El modelo representa, en cierta medida, propiedades interpretadas de una porción del mundo (CHAMIZO, 2010). Las representaciones dependen de los enunciados y proposiciones formales de la teoría sobre las propiedades que pretende estudiar, explicar y predecir. Estas representaciones son idealizaciones que pueden corresponder con lo material o matemático.

Los modelos pueden incluir entidades teóricas para explicar ciertas características y propiedades en la fracción del mundo:

La formulación de entidades teóricas, usadas como instrumentos que representan ciertos aspectos inobservables de la fracción del mundo real, permite facilitar y ahondar en la interpretación del fenómeno en estudio.

Los modelos son entidades parcial o completamente autónomas:

Los modelos poseen una naturaleza híbrida (LOMBARDI, 2010). Por un lado, son necesariamente formulados para la aplicación de la teoría sobre el mundo real y tener intrínsecamente fundamentos teóricos y formas de interpretar cierta realidad. Por otro lado, poseen un conocimiento local y específico no derivado de la teoría ni ser netamente del mundo real, sus aseveraciones son empíricamente construidas, derivadas de su relación representacional con el mundo y formulado a partir de las teorizaciones. Ambos aspectos

lo ubican como una entidad parcialmente autónoma y sirve de instrumento entre teoría y mundo real. No obstante, Justi (2006) asume que esta relación intermedial del modelo entre la teoría y el mundo real, al no ser correspondiente entre la estructura del mundo, la estructura de la teoría y las partes constituyentes del modelo evidencia una autonomía de este con relación de aquellos que busca representar.

Establecidas las características epistemológicas del modelo científico, que como se mencionó anteriormente, se convierten en los criterios de análisis, a continuación, se presenta el modelo químico de pH desde estas características y su incidencia en la ciencia escolar que permita la elaboración de reflexiones en torno a la construcción de modelos científicos escolares para pH.

3 Características epistemológicas del modelo científico para el caso del modelo químico de pH, aportes a la ciencia escolar

Si se considera la enseñanza y aprendizaje de las ciencias como un sistema de ciencia escolar (IZQUIERDO et al., 2004). Es pertinente incluir los modelos pertenecientes a esta ciencia, puesto que el proceso de modelar (CHAMIZO, 2010) y la aplicación de modelos es imperativo en la actividad científica escolar. Desde esta perspectiva, los modelos que aplica la ciencia escolar responden a las transposiciones didácticas (TD) (CHEVALLARD, 1991) de los modelos científicos. En otras palabras, es identificar los componentes enseñables del modelo científico (MC) y reconstruirlos en la escuela como modelos científicos escolares (MCE).

Figura 1. El paso del MC al MCE, desde la enseñabilidad de los componentes del MC que son posibles de reconstrucción en el aula.



Fuente: propia.

En ese sentido, se analiza el caso del modelo químico de pH bajo sus características epistemológicas, además de abordar algunas de las dificultades conceptuales presentadas para su formulación en la ciencia escolar. Entre las cuales, se toma en consideración la naturaleza matemática del modelo.

Origen del concepto de pH:

A principios del siglo XX, la determinación de las concentraciones de iones hidrógeno en sistemas acuosos, fue un tema de crucial relevancia para biólogos y fisiólogos por la naturaleza de los sistemas de amortiguamiento en estudio, presentes en los organismos vivos (SZABADVÁRY, 1964). El método colorímetro y su propuesta de caracterizar las soluciones por medio de la concentración de iones hidrógeno de Friedenthal y los estudios de Salm, fueron leídos por el bioquímico danés Søren Peter Lauritz Sørensen, quien en 1908 elaboró procedimientos específicos para determinar la concentración de iones hidrógeno de forma colorimétrica (SZABADVÁRY, 1964). El año siguiente, Sørensen investigaba el uso de un electrodo normal de hidrógeno $H^+ / Pt \ H_2$ (JENSEN, 2004) para medir la acidez en las soluciones de elaboración de la cerveza (KOLB, 1979), puesto que es necesario controlar su efecto en la acción de las enzimas (HAWKES, 1994). En tal contexto, propuso el concepto de pH (JENSEN, 2004) a partir del método electrométrico y de la relación matemática del potencial del electrodo usado

$$E = 2,3 \left(\frac{RT}{F} \right) \log \left(\frac{1}{[H^+]} \right) = 0,0577 \log \left(\frac{1}{[H^+]} \right) \quad Ec (1)$$

Sørensen estableció que el término $-Log[H^+]$ le permitía dar una estimación de la acidez de las soluciones. Además, las concentraciones halladas, eran mucho más pequeñas que la unidad, lo que hizo práctico que expresara las concentraciones de iones H^+ en términos de una potencia negativa en base 10 y en unidades de concentración molar (KOLB, 1979; BURTON, 2007). De ese modo, empleó el símbolo pH, y lo denominó como el “exponente de iones de hidrógeno” (SØRENSEN, 1909) para indicar la acidez de las soluciones.

De allí surge la conceptualización de que el pH es igual al exponente negativo de la concentración de iones de hidrógeno (KOLB, 1979).

$$pH = \log \left(\frac{1}{[H^+]} \right) = -Log[H^+] \quad Ec (2)$$

La relación que se estableció en el momento, entre el cálculo de la concentración y la medición potenciométrica implicaba diferencias significativas (CAMOES, 2010), por lo que en 1924 después de la formulación del concepto de actividad de las especies químicas de Lewis (CAMOES, 2010), Sørensen, junto a K Linderstorm-Lang introdujeron el término aH, el cual significa: *la actividad del ion hidrógeno*. Sin embargo, la actividad era

muy difícil de medir e implicaba una metodología sumamente precisa para interpretar los datos experimentales (HAWKES, 1994).

En esos términos, el pH se formula desde entonces como

$$pH = -\log a_{H^+} \quad Ec (3)$$

El modelo matemático que se expresa es más consistente, añadía más variables y permitió fundamentalmente, corregir errores de cálculo entre lo que predecía el modelo y los datos proporcionados en la medición potenciométrica.

La ec (3) toma en consideración las variables que integraban la ec (2) y se relacionan con más fracciones del sistema en estudio.

La revisión histórica sobre el origen del pH, además de exponer un entramado de hechos relevantes que generen sentido adicional y contexto situacional sobre el modelo, derivan en dos ecuaciones fundamentales (ec 2 y 3) formuladas por Sorensen o Sorensen y K Linderstorm-Lang, que serán tema de discusión en el siguiente apartado.

pH como: menos logaritmo de la concentración de hidrogeniones $pH = -\text{Log}[H^+]$

Este modelo *representa* la primera formulación matemática de Sorensen para obtener una estimación de la acidez de una solución. Cabe señalar, que la teoría empleada para la formulación del modelo es la teoría de la disociación electrolítica de Arrhenius, de la cual el modelo basa su representación sobre propiedades particulares del sistema acuoso, como la acidez de una solución. El modelo también depende de los enunciados teóricos de las expresiones de equilibrio a partir de la ley de acción de masas sobre fracciones del mundo como los sistemas acuosos de las sustancias ácidas y básicas cuyos electrolitos presentan diferentes grados de disociación, lo que afecta la concentración de iones hidrógeno en solución. En ese sentido, el modelo permite aplicar los principios de la teoría al sistema, estableciendo que la entidad fundamental que genera la acidez son los iones hidrógeno disociados de las especies químicas y por tanto, su medida con base en el modelo se correlaciona inicialmente con sólo la concentración de la entidad en una solución acuosa.

De otro lado, el modelo es parcial respecto al mundo, al despreciar la interacción de los iones hidrógeno con otras especies, la reactividad química de las demás especies en solución (HAWKES, 1994) y limitarse para soluciones con disolventes acuosos (KOLB, 1979).

Los libros de texto de química general empleados para la formación en educación media describen el pH como $-\text{Log}[H^+]$ y omiten la introducción de actividades para la explicación del pH (SIENKO; PLANE, 1976; BROWN et al., 2009; WHITTEN et al., 2015), aún cuando una década después de su formulación, el modelo matemático fue modificado por el mismo Sørensen añadiendo el término aH para indicar la actividad de los iones hidrógeno (CAMOES, 2010). Sin embargo otros textos de química general mencionan las limitaciones del modelo afirmando que es una aproximación (PETRUCCI et al., 2003) y lo establecen para soluciones ideales (CHANG, 2010). En ese sentido, los educadores científicos pueden explicitar en el aula que el modelo de pH como $-\text{Log}[H^+]$ difiere de los sistemas reales, en los cuales se emplea la actividad. De otro lado, la medida del pH por el método potenciométrico difiere del cálculo teórico con la ecuación 2 para soluciones no diluidas de manera significativa (MCCARTY; VITZ, 2006). El modelo se limita para soluciones acuosas diluidas y en donde la fuerza iónica es despreciable. Ésta, es la principal limitante del modelo y es imprescindible que los docentes comuniquen para qué sistema de soluciones tiene aplicación. Así mismo, es menester explicar en el aula la representación de H^+ en $-\text{Log}[H^+]$. Para lo cual, es posible comunicar que esta especie en solución se encuentra solvatada y producto de ello, se encuentran especies como H_3O^+ , $H_5O_2^+$ (KOLB, 1979) y $(H_2O)_4H_3O^+$ (HARRIS, 2007) en vez de H^+ .

Históricamente, la construcción del significado de pH fue posible inicialmente por los métodos experimentales colorimétricos para determinar concentraciones de iones hidrógeno y posteriormente, con la generación de métodos electrométricos a partir de la ecuación de Nernst, Sorensen formuló el pH (SZABADVÁRY, 1964). Por la naturaleza del modelo, es relevante abordarlo en las aulas de clase en relación directa con el componente experimental, para facilitar la comprensión en los estudiantes sobre la función del modelo en la fracción del mundo real de la cual es análogo. Sin embargo, una enseñanza fundamentada reconoce que la medida potenciométrica del pH establece una relación de similaridad más próxima con la fracción del mundo a partir de actividades (MCCARTY; VITZ, 2006). De igual forma, el cálculo basado en concentraciones ignora aspectos de la fracción del mundo y la naturaleza de los sistemas químicos. Lo anterior, en relación con las soluciones reales que se emplean en el laboratorio, las cuales difieren de la idealidad del modelo. Mas aún, la posibilidad de diseñar experiencias escolares relacionadas con la medición de sistemas químicos cotidianos (ALMÉCIGA; MUÑOZ, 2013) se vería afectada, cuyos sistemas son complejos y probablemente no ideales.

Por otro lado, el pH aumenta a medida que la acidez disminuye y por tanto, la relación entre la concentración de iones hidrógeno y la medida de la acidez de la solución es inversamente proporcional en escala logarítmica (KOLB, 1979). Esta última característica, dificulta el aprendizaje de tal concepto cuando no se conoce los significados de los símbolos empleados en la ecuación y cuando la relación matemática involucra un incremento exponencial en base 10 de una unidad química con respecto a la otra.

En ese orden de ideas, investigaciones en educación científica han señalado que algunos estudiantes desconocen las propiedades de los logaritmos, lo que genera una dificultad para entender la naturaleza matemática del modelo de pH (ALMÉCIGA; MUÑOZ, 2013; OCAMPO, 2018).

Una de las fallas más notables del modelo- y que Sørensen dedujo (KOLB, 1979)- es establecer la medida de la acidez de una solución en términos de concentraciones. Las desviaciones teóricas al usar la ecuación matemática con la medición potenciométrica se deben a que el instrumento de medida depende más precisamente de las actividades (MCCARTY; VITZ, 2006). Tal argumento es debido a que los electrodos son sensibles a las diferencias de potencial eléctrico entre la membrana y la solución y esto, depende no sólo de las interacciones electrostáticas de los iones hidronio, sino también de la influencia de la reactividad química del medio. De igual forma, la definición operativa de pH establecida por la IUPAC confirma tal afirmación, al enunciar que el pH es la lectura en un medidor que se ha establecido contra buffers estándar (BURTON, 2007). Lo cual tiene repercusiones en el aula, puesto que, si se realizan mediciones para soluciones no diluidas ni ideales, los datos teóricos generados por la ecuación de pH y los datos experimentales no serán *análogos*. Es decir, al ser el modelo matemático de 1909 delimitado a ciertas condiciones y realizar una determinación experimental fuera de los límites establecidos, las relaciones de similaridad entre modelo y mundo se fracturan y por lo tanto el modelo pierde su capacidad de establecer abstracciones sobre el comportamiento del sistema.

pH como: menos logaritmo de la actividad de hidrogeniones $pH = -\log a_{H^+}$

En el modelo de pH actual, las actividades son una unidad parcialmente termodinámica que considera las propiedades de la solución y no sólo la concentración de los iones hidronio (LIM, 2012). La actividad se define como la *concentración efectiva* puesto que expresa la intensidad de las propiedades químicas de la especie en función de

sus interacciones químicas con la solución (MCCARTY; VITZ, 2006). Se toman en cuenta entidades netamente teóricas- coeficiente de actividad- pero con funcionalidad práctica para incluir más variables del sistema y establecer relaciones de similaridad más próximas entre modelo y mundo. Lo que da cuenta de cálculos teóricos más cercanos a las experiencias en el laboratorio.

Actualmente, se puede determinar con mayor precisión el pH aplicando modelos matemáticos como los de Debye-Huckel para fuerzas iónicas menores o iguales 0,1 M (HARRIS, 2007) y Davies (MCCARTY; VITZ, 2006) para calcular las actividades.

Así mismo, el pH como menos logaritmo de la actividad de hidrogeniones le permite al modelo basarse en aseveraciones teóricas contemporáneas como las de Debye-Huckel para interpretar la fracción del mundo bajo una óptica sistémica, donde influyen diferentes factores en la medición potenciométrica. Como también, la definición de Bronsted-Lowry amplía la observación de los sistemas acido-base en disolución acuosa; permite comprender propiedades del agua como disolvente anfótero y la autoprotólisis que experimenta, lo que da cuenta de un sentido distinto de representación con respecto al modelo formulado en 1909.

La actividad, matemáticamente se expresa como

$$a_m = \frac{\gamma \cdot m}{m^\circ} \quad Ec (4)$$

Donde γ se denomina coeficiente de actividad, el cual es un factor de corrección basado en mediciones termodinámicas. De otro lado, los sistemas químicos reales en los que aumentan las interacciones entre entidades químicas por su concentración y cuya estructura molecular pueden ser compleja se alejan del comportamiento ideal y requieren de un tratamiento que abarque más variables. Por lo cual, dependiendo del modelo matemático que se emplee para el cálculo del coeficiente de actividad, inciden diferentes factores en su solución como: la fuerza iónica, la carga, el radio hidratado del ion y la constante dieléctrica del agua principalmente. Los factores mencionados, hacen más precisa la medición de la acidez de una solución y por lo tanto, toma en consideración más fracciones del sistema en estudio, que es parcial con respecto al mundo real, puesto que las estimaciones experimentales dan cuenta de un coeficiente de actividad medio para los iones positivos o negativos en disolución.

El cálculo de los coeficientes de actividad requiere del manejo de ecuaciones complejas con variables y constantes termodinámicas. Además, la enseñanza de los

aspectos de la ecuación 4 debe ser acorde al nivel de escolaridad y requiere de conocimientos previos en fisicoquímica para dar significado a las entidades químicas formuladas matemáticamente. Para la ciencia escolar, HAWKES (1994) propone que la enseñanza del pH aborde principalmente los fundamentos conceptuales del pH definido con base en actividades químicas, así como el diseño de las experiencias de laboratorio y dependiendo de la consideración reflexiva de los docentes sobre el nivel formación y escolaridad de sus estudiantes, proseguir paulatinamente con la profundización teórica y matemática del modelo.

En la ecuación (4), “m” expresa la concentración de iones hidronio en términos de molalidad, debido a que esta unidad no depende de la influencia de la temperatura (BURTON, 2007), fundamento diferente a la ecuación (2) en la cual se expresa la concentración de iones hidronio en términos de molaridad en la que incide la temperatura. Es lógico evidenciar las diferencias de precisión entre ambas ecuaciones en términos de la unidad de concentración empleada. Conceptualmente, los estudiantes pueden reconocer la funcionalidad de una y otra unidad y el para qué se emplea en la formulación matemática. Adicionalmente, “m^o” expresa la molalidad estándar, por lo que la división de la concentración molal de la especie entre la molalidad estándar genera que la actividad sea adimensional.

Los diálogos epistemológicos frente a los modelos científicos y particularmente, el análisis de las características que se describieron en este texto sobre el pH, tal vez, al hacerlas objetos de investigación en el aula, puedan mejorar los procesos de educación química.

Relaciones entre los modelos de pH:

Entre las relaciones del modelo propuesto en 1909 y el modelo de 1924, puede establecerse que, si el coeficiente de actividad se aproxima a 1 por una fuerza iónica despreciable, el valor de la concentración y la actividad para una solución muy diluida es igual. Aunque el valor del coeficiente se reduce a medida que aumenta la concentración de la solución (KOLB, 1979). Lo cual es una buena forma de explicar en el aula las condiciones en las cuales una y otra ecuación son aproximadamente iguales y para qué tipo de sistema es funcional.

Esta condición puede ser considerada por los docentes, dejando en claro los límites de la aplicación del modelo de 1909 y la correspondencia con el modelo actual sobre la fracción del mundo -sistemas químicos con comportamiento ácido-base. De modo similar, los cambios de equilibrio y de las velocidades de reacción están más relacionadas con las actividades que con las concentraciones (HAWKES, 1994).

Los modelos de 1909 y 1924, proponen una escala de pH que debe considerarse como abierta (LIM, 2012), puesto que se han evaluado soluciones con pH mayores a 14 e inferiores a 0 (MCCARTY; VITZ, 2006; LIM, 2012). La escala no se propone arbitrariamente, sino que cumple con la definición del equilibrio iónico del agua y el producto iónico K_w (KOLB, 1979). En ese sentido, soluciones ácidas y básicas muy concentradas: por ej HCl [] 12 M; 37 % tiene un pH de -1,1 (DICKERSON, 1984 en LIM, 2012), pueden ser medidas con potenciómetros y soluciones buffers especiales.

En general, los libros textos para la formación en ciencias y para la ciencia escolar, introducen el modelo de pH en relación con el fenómeno de autoionización del agua y el producto iónico K_w (SIENKO; PLANE, 1976; BURRIEL et al., 1998; PETRUCCI et al., 2003; HARRIS , 2007; BROWN et al., 2009; CHANG, 2010; SKOOG et al., 2005; WHITTEN et al., 2015). A partir de ambos factores, se establecen consideraciones cualitativas para sistemas acuosos que derivan en la clasificación de sistemas químicos como ácidos, básicos y neutros.

Se establece que las disoluciones en solventes acuosos a 25°C se pueden clasificar como ácidas si el valor de pH es menor a 7, básicos mayor a 7 y neutros igual a 7 a partir de la relación de las concentraciones de H_3O^+ y OH^- en función de K_w . En medio acuoso, una disolución será ácida si la concentración de H_3O^+ es mayor a la concentración de OH^- o básica, si la concentración de H_3O^+ es menor a la concentración de OH^- siempre manteniendo el valor del producto iónico K_w . Cabe señalar, que la expresión de la constante de disociación con base en concentraciones, sólo se conserva constante en soluciones diluidas. Para soluciones más concentradas se tienen en cuenta los factores de corrección que se incluyen en las actividades químicas (SIENKO; PLANE, 1976). Con respecto a la escala de pH, BURTON (2007) señala que en la práctica, con base en el libro de Oro de la IUPAC, la escala que se emplea es en relación con las actividades molal utilizando la convención de Bates-Guggenheim para la actividad del ion cloruro.

Autores han argumentado que lo importante de la enseñanza de la escala de pH es enfatizar la practicidad que brinda para la clasificación de sistemas químicos

(HAWKES,1994). De igual forma, BURTON (2007) argumenta que los estudiantes podrían tratar inicialmente el pH, como un número de una escala de clasificación de acidez y basicidad. Lo cual permitiría superar las dificultades que presentan los estudiantes para clasificar productos comunes como el café, leche o lejía en términos de sistemas ácidos o básicos (JIMÉNEZ et al., 2000).

A partir de los argumentos anteriores, los educadores científicos pueden explicitar las limitaciones y alcances del modelo químico de pH entendido desde los *contextos teóricos* en los cuales fueron propuestos para medir el grado de acidez.

4 Consideraciones Finales

Las características epistemológicas descritas, permiten realizar análisis de los modelos científicos y evidenciar cuales son las principales limitaciones y alcances de tales constructos intermediarios entre la teoría y el mundo. Puesto que los docentes emplean estos modelos por medio de transposiciones didácticas, que visan por la caracterización de los componentes enseñables del modelo científico MC, es imperativo conocer los fundamentos científicos de estas entidades y evidenciar cuáles son los principales obstáculos y alcances para su enseñanza y cuáles son las principales dificultades en el aprendizaje, lo que conlleva a la formulación de Modelos Científicos Escolares, que buscan no sólo la interpretación de la teoría y el mundo por parte de los estudiantes, sino optimizar las investigaciones en el campo de la educación química.

La omisión del modelo matemático de 1924 en la enseñanza del concepto de pH en la ciencia escolar responde a la inclusión de nuevas variables y constantes termodinámicas más técnicas y sofisticadas en cuanto al manejo matemático requerido y al lenguaje empleado, además de la consideración de nuevas entidades químicas que influyen en el sistema aparte del ion hidronio. Esta dificultad debe ser superada, puesto que el modelo expresado por Sørensen en 1909 es de aplicación limitada. Lo que plantea desafíos para orientar las prácticas de enseñanza acordes al grado de escolaridad de los estudiantes y abordar los fundamentos principales del modelo actual. Como también, a partir de la reflexión crítica sobre el nivel de formación de los alumnos profundizar o no, sobre los aspectos conceptuales y matemáticos del modelo contemporáneo de pH. Tales desafíos pueden ser superados siempre que se lleven en consideración las características epistemológicas del modelo científico MC y que sean discutidas en la construcción del modelo científico escolar MCE en el aula.

Bibliografía

ADÚRIZ-BRAVO, A. Concepto de modelo científico: una mirada epistemológica de su evolución. En: ADÚRIZ-BRAVO, A.; CÁRCOVA, C.; GELLON, G.; GIUDICE, J.; LOMBARDI, O.; MASSARINI, A.; OLSZEVIKI, N. **Didáctica de las ciencias naturales: el caso de los modelos científicos**. Buenos Aires: Universidad de Buenos Aires, 2010. p. 141-161.

ALMÉCIGA, A.; MUÑOZ, M. pH, Historia de un concepto. **Análisis en textos de educación superior**. Tesis de Maestría. Bogotá: Universidad Pedagógica Nacional. 2013.p.151

ARIZA, Y.; LORENZANO, P.; ADÚRIZ-BRAVO, A. Dificultades para la introducción de la "familia semanticista" en la didáctica de las ciencias naturales. **Revista Latinoamericana de Estudios Educativos**, Manizales, Colombia, v. 6, n. 1, p. 59-74, jun, 2010.

BRAVO, A.; ARIZA, Y. Una caracterización semanticista de los modelos científicos para la ciencia escolar. **Bio-grafía**, Colombia, v. 7, n. 13, p. 25-34, jul, 2014.

BROWN, T. L.; LEMAY, H. E.; BURSTEN, B. E.; MURPHY, C. J. Equilibrios ácido-base. En: BROWN, T. L.; LEMAY, H. E.; BURSTEN, B. E.; MURPHY, C. J. **Química. La ciencia central**. Décimo primera edición. México: Pearson Education, 2009. p. 673-678.

BURRIEL, F.; ARRIBAS, S.; LUCENA, F.; HERNÁNDEZ, J. Autoprotólisis del agua: Concepto de pH. En: BURRIEL, F.; ARRIBAS, S.; LUCENA, F.; HERNÁNDEZ, J. **Química Analítica Cualitativa**. España: Editorial Paraninfo, 1998. p. 44-45.

BURTON, R. F. Defining and Teaching pH. **Journal of Chemical Education**, Estados Unidos, v. 84, n. 7, p. 1129, jul, 2007.

CAMOES, M. F. A Century of pH Measurements. **Chemistry International**, v.32, n. 2, p. 3-7, mar, 2010. Disponible en: De Gruyter <https://doi.org/10.1515/ci.2010.32.2.3>. Acceso 30 Julio 2020.

CASTRO, E. A. El empleo de modelos en la enseñanza de la química. **Enseñanza de las Ciencias**, España, v. 10, n.1, p. 73-79, abr, 1992. Disponible en: <https://www.raco.cat/index.php/Ensenanza/article/view/39890>. Acceso 30 Julio 2020.

CHAMIZO, J. A. Una tipología de los modelos para la enseñanza de las ciencias. **Revista Eureka Sobre Enseñanza y Divulgación de las Ciencias**, Cádiz, España, v.7, n. 1, p. 26-41, oct, 2010.

CHANG, R. Ácido Base. En CHANG, R. **Química**. México: McGrawHill, 2010. p. 661-666.

CHEVALLARD, Y. **La Transposición Didáctica: Del saber sabio al saber enseñado**. Buenos Aires: Aique, 1991.

HARRIS, D. Equilibrio Químico. Autoprotólisis. En: HARRIS, D. **Análisis Químico Cuantitativo**. Tercera Edición. Bogotá: Editorial Reverté S.A., 2007. p. 113-115.

HAWKES, S. J. Teaching the Truth about pH. **Journal of Chemical Education**, Estados Unidos, v. 71, n. 9, p. 747-749, sep, 1994.

IZQUIERDO, M.; ESPINET, M.; BONIL, J.; PUJOL, R. M. Ciencia escolar y complejidad. **Investigación en la escuela**, España, n. 53, p. 21-29, ago, 2004.

JENSEN, W. B. The Symbol for pH. **Journal of Chemical Education**, Estados Unidos, v. 81, n. 1, p. 21, ene, 2004.

JIMÉNEZ, M. R.; DE MANUEL, E.; GONZÁLEZ, F.; SALINAS, F. La utilización del concepto de pH en la publicidad y su relación con las ideas que manejan los alumnos: Aplicaciones en el aula. **Enseñanza de las Ciencias**, España, v.18, n. 3, p. 451-461, jul, 2000.

JUSTI, R. La enseñanza de ciencias basada en la elaboración de modelos. **Enseñanza de las ciencias**, España, v. 24, n. 2, p.173-184, ago, 2006.

KOLB, D. The pH Concept. **Journal of Chemical Education**, Estados Unidos, v. 56, n. 1, p. 49-53, ene, 1979.

LIM, K. F. Why students should learn about negative pH. **LabTalk**, Australia, v. 56, n. 3, p. 10-14, sep, 2012.

LOMBARDI, O. Los modelos como mediadores entre teoría y realidad. En: ADÚRIZ-BRAVO, A.; CÁRCOVA, C.; GELLON, G.; GIUDICE, J.; LOMBARDI, O.; MASSARINI, A.; OLSZEVIK, N. **Didáctica de las ciencias naturales: el caso de los modelos científicos**. Buenos Aires: Universidad de Buenos Aires, 2010. p. 83-93.

MCCARTY, C.; VITZ, E. pH paradoxes: Demonstrating that it is not true that $\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$. **Journal of Chemical Education**, Estados Unidos, v. 83. n. 5, p. 752-757, may, 2006.

OCAMPO, J. C. **Enseñanza-aprendizaje del concepto de acidez y pH en grado décimo, bajo la metodología de la ingeniería Didáctica**. Bogotá: Universidad Nacional de Colombia. Trabajo de Grado, Magister en Enseñanza de las Ciencias Exactas y Naturales, 2018. p. 188

DOI: <https://doi.org/10.33238/ReBECeM.2020.v.4.n.3.24684>

PETRUCCI, R. H.; HARWOOD, W. S.; HERRING, F. G. 17.3 La autoionización del agua y la escala de pH. En: PETRUCCI, R. H.; HARWOOD, W. S.; HERRING, F. G. **Química General**. Octava Edición. Madrid: Pearson Educación, 2003. p. 671-674.

SIENKO, M. J.; PLANE, R. A. Equilibrios en las soluciones acuosas. 12.3 Disociación del agua; pH. En: SIENKO, M. J.; PLANE, R. A. **Química teórica y descriptiva**. Madrid: Aguilar S. A Ediciones, 1976. p. 312-316.

SKOOG, D. A.; WEST, D. M.; HOLLER, F. J.; CROUCH, S. R. Equilibrio Químico. Aplicaciones de la constante del producto iónico del agua. In: SKOOG, D. A.; WEST, D. M.; HOLLER, F. J.; CROUCH, S. R. **Fundamentos de Química Analítica**. Octava Edición. Madrid, España: Thomson Editores, 2005. p. 239-241.

SÖRENSEN, S. P. L. Biochemische Zeitschrift. **Universitätsbibliothek Johann Christian Senckenberg**, Deutschland, p. 131-200.1909. Disponible en: <http://publikationen.ub.uni-frankfurt.de/frontdoor/index/index/docId/17417>. Acceso 30 Julio 2020.

SZABADVÁRY, F. Development of the pH concept. A historical survey. **Journal Chemical Education**, Estados Unidos, v. 41, n. 2, p. 105-107, feb, 1964.

WHITTEN, K. W.; DAVIS, R. E.; PECK, M. L.; STANLEY, G. G. Equilibrios iónicos I: ácidos y bases. In: WHITTEN, K. W.; DAVIS, R. E.; PECK, M. L.; STANLEY, G. G. **Química**. México D.F: Cengage Learning. 10a. ed., 2015. p. 711-717.

Recebido em: 27 de abril de 2020

Aceito em: 20 de julho de 2020